

مقدمة تاريخية عن المراحل التى مر بها الفكر البشرى لاكتشاف تركيب المادة :

1) ديموقراطيس

عند تجزئة أى قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيما أطلقوا عليه أسم الذرة atom .(a **في اللغة الإغريقية تعنى لا ،** tom **تعنى ينقسم**) .

2) أرسطو 400 ق.م

✧ رفض فكرة الذرة .

✧ تبنى فكرة أن **كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هى : تراب و هواء و ماء و نار .**

✧ أعتقد أنه يمكن تحويل المعادن **الرخيصة** مثل الحديد أو النحاس إلى معادن **نفيسة** كالذهب و ذلك **بتغيير نسب** هذه المكونات **الأربعة** .

3) بويل 1661 م

✧ رفض العالم الأيرلندى **بويل** تصور أرسطو عن طبيعة المادة و **أعطى أول تعريف للعنصر** .



العنصر : **مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة** .

4) ذرة دالتون 1803 م

تعتبر نظريته **أول نظرية** عن تركيب الذرة و **من فروضها** :

1- يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .

2- الذرة مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة .

3- ذرات العنصر الواحد **متشابهة فى الكتلة** و لكن تختلف الكتلة من عنصر لآخر .

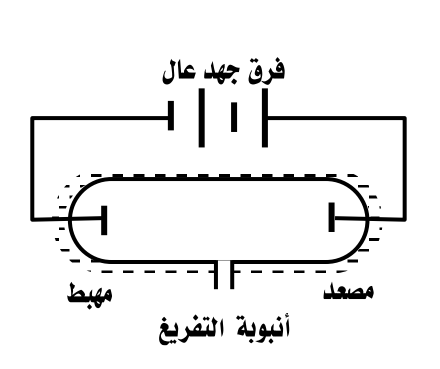
4- تتكون المركبات من إتحاد ذرات العناصر **المختلفة بنسب عددية بسيطة** .

إكتشاف أشعة المهبط 1897 م

أجرى العالم **طومسون** تجارب على **التفريغ الكهربي خلال الغازات** و لاحظ ما يلى :

✧ **جميع** الغازات تحت الظروف **العادية** من الضغط و درجة الحرارة تكون **عازلة للكهرباء** .

✧ عند **تفريغ** أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها **منخفض جداً** و تعريض الغاز لفرق جهد **مناسب** فإن الغاز يصبح **موصلاً** للكهرباء .



✧ إذا **زيد** فرق الجهد بين القطبين عن 10000 فولت يخرج سيل من الأشعة غير المنظورة من القطب السالب (المهبط = الكاثود) تُسبب وميضاً عند اصطدامها بجدار أنبوبة التفريغ و قد سُميت هذه الأشعة **أشعة المهبط** و هى تتكون من **دقائق** سُميت **الإلكترونات** .

أهم خواص أشعة المهبط

1- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة . 2- تسير فى خطوط مستقيمة .

3- تتأثر بكلاً من المجال الكهربى و المجال المغناطيسى . 4- لها تأثير حرارى .

5- **لا تختلف** فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف **مادة المهبط أو نوع الغاز** مما يُثبت أنها **تدخل فى تركيب** جميع المواد .

5) ذرة طومسون 1897م

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربيا .

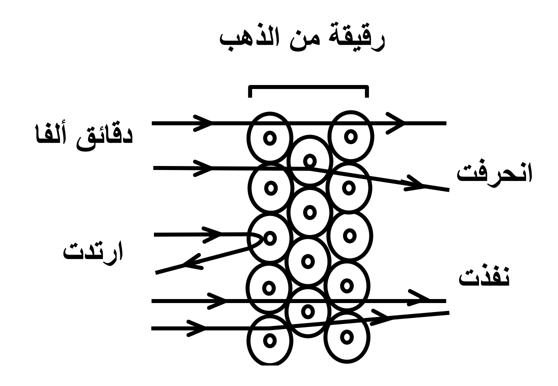
تجربة : رذر فورد

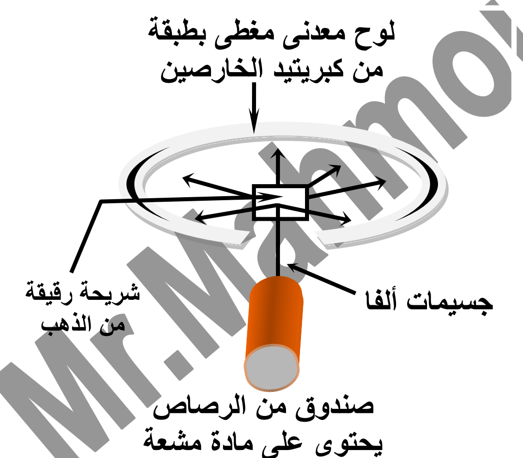
أجرى كلاً من **جيجر** ، **ماريسدن** بناء على اقتراح رذرفورد تجربة رذرفورد الشهيرة .

الخطوات :

1- سُمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من **كبريتيد الخارصين** (تحدث مادة كبريتيد الخارصين **وميضاً** عند مكان **اصطدام** جسيمات ألفا بها) و **تم تحديد عدد و موضع** جسيمات ألفا على اللوح المعدنى **بدلالة الومضات** التى ظهرت على اللوح .

2- وُضعت صفيحة رقيقة جداً من **الذهب** بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا **قبل** اصطدامها باللوح المعدنى .





و خرج رذرفورد من مشاهداته بالإستنتاجات التالية :

المشاهدة : **معظم** جسيمات ألفا ظهر أثرها فى **نفس الموضع الأول** الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب .

الإستنتاج : **معظم الذرة فراغ و ليست كرة مصمتة كما صورها كلاً من دالتون وطومسون .**

المشاهدة : **نسبة قليلة جداً** من جسيمات ألفا **لم تنفذ** من رقيقة الذهب و **ارتدت** فى عكس مسارها و ظهرت بعض ومضات على **الجانب الأخر** من اللوح .



الإستنتاج : **يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة و يشغل حيز صغير جدا أُطلق عليه النواة .**

المشاهدة : ظهرت بعض الومضات على **جانبى** الموضع الأول (انحرفت) .

الإستنتاج : لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة مشابهه لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معها .

س : كيف تميز عملياً بين كل من : **جسيمات ألفا وأشعة المهبط ؟**

6) ذرة رذرفورد 1911 م

من نتائج التجربة السابقة و تجارب أخرى تمكن رذر فورد من وضع نموذج لتركيب الذرة على أساس تجريبى :

فروض نموذج ذرة رذرفورد :

1- تشبه الذرة فى تكوينها المجموعة الشمسية لأنها تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب) .

2- يتركز فى النواة معظم **كتلة** الذرة و **الشحنة** الموجبة . (بها بروتونات موجبة و نيترونات متعادلة)

3- كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .

4 - عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة = عدد الشحنات الموجبة داخل النواة . (لذا الذرة متعادلة كهربياً)

5 - تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينهما .

(لأن قوى الجذب **تتعادل** مع قوة أخرى **مساوية** لها فى **المقدار** و **مضادة** لها فى **الإتجاه** هى قوى **الطرد المركزى**) .

علل : الذرة ليست مصمتة .

جـ : لوجود مسافات شاسعة بين النواة و مدارات الإلكترونات .

الإعتراض على النموذج الذرى لـ (رذرفورد)

لم توضح نظرية رذرفورد **النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة .**

الطيف الخطى للذرات (طيف الإنبعاث)

عند تسخين ذرات عنصر نقى - فى الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه **ينبعث منها إشعاع** عند فحصه بالمطياف نجده مكوناً من عدد صغير و محدد من الخطوط **الملونة** تفصل بينها مساحات **معتمة** يسمى **بالطيف الخطى** (طيف **الإنبعاث**) و مما هو جدير بالذكر أن **علماء الفيزياء** فى هذا الوقت **لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة** .

الطيف الخطى : **عدد محدد من خطوط ملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر فى الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى** .

س علل : يسمى الطيف الخطى بهذا الإسم .

جـ : لأنه يتكون من عدد محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات فاصلة معتمة.

❖ **الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية و مميزة له لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى .**

7) ذرة بور 1913 م

الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى **(نيلز بور)** و استحق عليه جائزة نوبل عام 1922 م .

استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة و هى :

1- يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة .

2- عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة يساوى عدد الشحنات الموجبة داخل النواة .

3- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترونات .

ثم أضاف إلى فروض رذرفورد الفروض التالية :

1- **تتحرك** الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن **تفقد** أو **تكتسب** أى قدر من الطاقة .

2- **تدور** الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر **الفراغات** الموجودة بين هذه المستويات **مناطق محرمة** تماماً لدوران الإلكترونات فيها .

3- للإلكترون أثناء حركته حول النواة **طاقة معينة تتوقف على بعد** مستوى الطاقة عن النواة (**تزداد** طاقة المستوى كلما **زاد** نصف قطره أى كلما **ابتعد** عن النواة) و يُعبر عن **طاقة** كل مستوى بعدد صحيح يسمى **عدد الكم الرئيسى** .

4- فى الحالة المستقرة : **يبقى** الإلكترون فى **أقل** مستويات الطاقة المتاحة .

5- فى الحالة المثارة : **يكتسب** الإلكترون كماً من الطاقة عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى **فينتقل** مؤقتاً لمستوى طاقة أعلى (يتوقف على مقدار الكم الذى اكتسبه) و **يكون الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر** فيعود مرة أخرى لمستواه الأصلى حيث يفقد نفس الكم من الطاقة المكتسب على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى و تردد مميز منتجاً **طيف خطى** مميز .

الحالة المستقرة : **أكثر حالات الذرة أو الجزئ أو الأيون استقراراً (الحالة الأقل طاقة)**.

مميزات نموذج ذرة بور

1- تفسير طيف ذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً .

2- أول من أدخل فكرة الكم (الكوانتم) فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

قصور (عيوب) النموذج الذرى لـ بور

1- لم يُفسر سوى طيف ذرة الهيدروجين فقط (الهيليوم يحتوى على إلكترونين لم يستطع تفسير طيفه .

2- اعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب و لم يأخذ فى الإعتبار أن له خواص موجية .

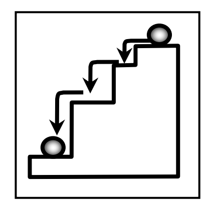
3- افترض أنه يُمكن تعيين كلاً من سرعة **و** مكان الإلكترون **معاً** فى نفس الوقت و هذا **يستحيل عملياً** .

4- افترض أن ذرة الهيدروجين **مسطحة** (لأنه افترض أن الإلكترون يتحرك فى **مسار دائرى مستوى**) و ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية **الثلاثة** (Z , Y , X) .

بعض الملاحظات على نموذج ذرة بور

★ يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يُسمى عدد الكم الرئيسى .

★ كثير من الذرات تمتص كمات من الطاقة فى نفس الوقت الذى تُشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة و نتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات منها (تفسير خطوط الطيف فى ذرة الهيدروجين) .



★ لا ينتقل إلكترون من مستوى الطاقة الموجود به إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كان كم الطاقة الذى إكتسبه أو فقده = فرق الطاقة بين المستويين و بالتالى فالإلكترون لا يستقر أبدا فى أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة .. مثل الكرة التى تتدحرج على السلم لا تقف بين درجات السلم .

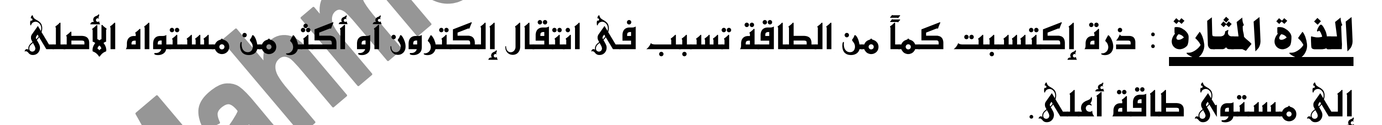
الكم (الكوانتم) : مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

❖ الفراغات بين مستويات الطاقة تقل كلما إبتعدنا عن النواة و بالتالى يكون الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساو .

❖ الفرق فى الطاقة بين المستويات يقل كلما إبتعدنا عن النواة .

❖ الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساو و لكنه يقل كلما إبتعدنا عن النواة .

❖ الكم عدد صحيح و لا يساوى صفر أو كسر و هو لا يجمع .



الذرة المثارة : ذرة إكتسبت كماً من الطاقة تسبب فى انتقال إلكترون أو أكثر من مستواه الأصلى إلى مستوى طاقة أعلى.

س علل : كم الطاقة اللازم لإنتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة غير متساو .

جـ : لأن الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساو فهو يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

س : علل : يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً بدقة فى وقت واحد .

جـ : بسبب الحركة الموجية للإلكترون فالجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك فى دقة النتائج .

الحمد لله اللّهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا وجمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمد كثير و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سر و علانية أو حىّ و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللّهم على محمد و على آله و سلم .

8) النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية فى **نموذج بور** من أهم هذه التعديلات :

الطبيعة المزدوجة للإلكترون – مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) – النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر) .

الطبيعة المزدوجة للإلكترون

الإلكترون جسيم مادى سالب له خواص موجية .

علل : الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

ج : لأنه جسيم مادى و له خواص موجية .



مبدأ عدم التأكد لـ (هايزنبرج)

يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد و لكن التحدث بلغة الإحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .

- توصل إليه العالم هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم .

النظرية الميكانيكية الموجية للذرة (شرودنجر) (1926 م)

استطاع العالم النمساوى **شرودنجر** تأسيساً على أفكار كل من **بلانك** و **أينشتين** و **دى براولى** و **هايزنبرج** من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة و التى بحلها يمكن :

1- تحديد مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات داخل الذرة .

2- تحديد مناطق الفراغ حول النواة التى يزيد احتمال تواجد الإلكترون فيها فى كل مستوى طاقة .

✓ **استخدام مفهوم السحابة الإلكترونية للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيط بالنواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الإتجاهات و الأبعاد .**

✓ **يوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد إحتمال تواجد الإلكترون فيها يطلق على كل منطقة إسم أوربيتال**

السحابة الإلكترونية : **منطقة الفراغ حول النواة يُحتمل وجود الإلكترون فيها فى كل الإتجاهات و الأبعاد .**

الأوربيتال : **منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها .**

السحابة الإلكترونية

س : قارن بين المدار بمفهوم بور و الأوربيتال بمفهوم النظرية الميكانيكية الموجية لشرودنجر ؟ (معلومة إضافية)

المدار	الأوربيتال
- هو مسار دائرى و همى ثابت يدور فيه الإلكترون حول النواة .	مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .

☚ أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر 4 أعداد سميت بأعداد الكم .

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم الأربعة و هى :

1- **عدد الكم الرئيسى** (n) **:** يصف بُعد الإلكترون عن النواة .

2- **عدد الكم الثانوى** (ℓ) **:** يصف شكل السحابة الإلكترونية لكل مستوى فرعى .

3- **عدد الكم المغناطيسى** (m_ℓ) **:** يصف شكل و رقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون .

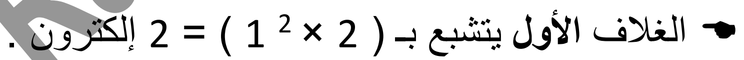
4- **عدد الكم المغزلى** (m_s) **:** يصف اتجاه الدوران المغزلى لكل إلكترون .

عدد الكم الرئيسى (n)

- يُمثل دائماً بقيم عددية صحيحة (1 , 2 , 3 , 4 , ...) و **لا يأخذ قيمة الصفر أو قيماً غير صحيحة .**
- سبق و **استخدمه بور** فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و **يستخدم فى تحديد** :

1- **رتبة** مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة (عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة يساوى **سبعة**) .

2- **عدد الإلكترونات** التى يتشبع بها كل مستوى رئيسى من العلاقة $2n^2$ (**ضعف مربع** رقم المستوى حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



☚ الغلاف **الأول** يتشبع بـ (2×1^2) = 2 إلكترون .

☚ الغلاف **الثانى** يتشبع بـ (2×2^2) = 8 إلكترون .

☚ الغلاف **الثالث** يتشبع بـ (2×3^2) = 18 إلكترون .

☚ الغلاف **الرابع** يتشبع بـ (2×4^2) = 32 إلكترون .

علل : لا تنطبق القاعدة $2n^2$ على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) .

جـ : لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى رئيسى عن 32 إلكترون .

علل : عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح .

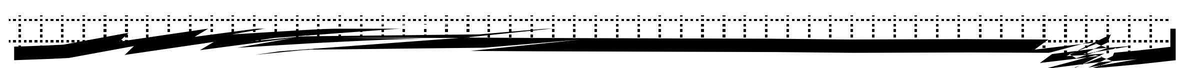
جـ :لأنه يعبر عن رتبة مستويات الطاقة الرئيسية فهو لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

- ينقسم كل مستوى رئيسى إلى عدد من مستويات الطاقة الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التى يأخذها عدد كم جديد يسمى عدد الكم الثانوى .

عدد الكم الثانوى (ℓ)

عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى .

- عدد الكم الثانوى **يصف أشكال السحابة الإلكترونية** للمستويات **الفرعية** .
- يُمثل **بقيم عددية صحيحة** لا تقل عن 0 و لا تزيد عن (n - 1) فهى تتراوح بين [(n - 1) : 0] .
- يحتوى كل مستوى **طاقة رئيسى** على عدد من مستويات الطاقة **الفرعية** يساوى **رقمه** (رتبته) .
- تأخذ المستويات **الفرعية** الرموز التالية (s , p , d , f) .

- تختلف المستويات الفرعية **لنفس المستوى الرئيسى** فى **الشكل** و تختلف اختلافاً **بسيطاً** فى **الطاقة** .
- تختلف **طاقة** المستويات الفرعية و **أحجامها** تبعاً **لبعدها** عن النواة . (4s > 3s > 2s > 1s)



المستويات الفرعية	الرتبة (n)	المستوى الأساسى
1s	1	K
2s , 2p	2	L
3s , 3p , 3d	3	M
4s , 4p , 4d , 4f	4	N

علل : يستحيل تواجد مستوى الطاقة الفرعى 2d فى الذرة .

جـ : لأن مستوى الطاقة الرئيسى الثانى يتكون من مستويين فرعيين فقط و هما 2p , 2S .

- **قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ) لكل مستوى فرعى ثابتة لا تتغير و يجب أن تحفظ و هى :**

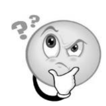


المستوى الفرعى	S	P	d	f
قيمة عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

المستويات الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	رتبة المستوى الرئيسى(n)
مستوى فرعى واحد هو : s	0	1
مستويين فرعيين هما : S , P	0	2
	1	
3 مستويات فرعية : S , P , d	0	3
	1	
	2	
4 مستويات فرعية : S , P , d , f	0	4
	1	
	2	
	3	

س : ما قيم (ℓ)المحتملة عندما تكون (n = 4) ؟

س : ما عدد مستويات الطاقة الفرعية فى ذرة يتواجد أخر إلكترون بها فى المستوى الرئيسى M ؟



عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ)

عدد يمثل عدد الأوربيتالات في المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية . (و هو عدد فردي غالباً)

- يُمثل **بقيم عددية صحيحة** تتراوح بين : ($-\ell , ... , 0 , ... , +\ell$) .
- عدد الأوربيتالات فى **المستوى الفرعى** يُحسب من العلاقة : ($2\ell + 1$) .
- **أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد متساوية** فى الطاقة و **متشابهة** فى الشكل .
- **لحساب قيم عدد الكم المغناطيسى يتطلب ذلك معرفة عدد الكم الثانوى** (ℓ) فمثلاً :

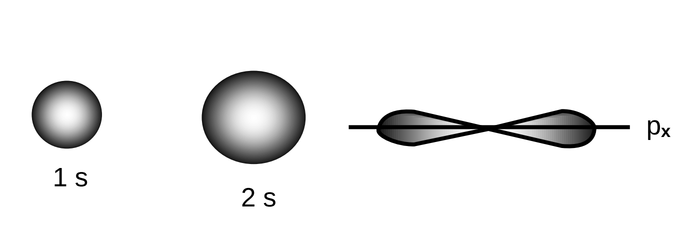
❖ إلكترون يتواجد فى المستوى **الفرعى** s يكون عدد الكم **الثانوى** (ℓ) له = 0 فيكون عدد الكم **المغناطيسى** (m_ℓ) له = 0 .

❖ إلكترون يتواجد فى المستوى **الفرعى** P يكون عدد الكم **الثانوى** (ℓ) له = 1 فيكون عدد الكم **المغناطيسى** (m_ℓ) **له أحد الإحتمالات** (-1 , 0 , +1) .

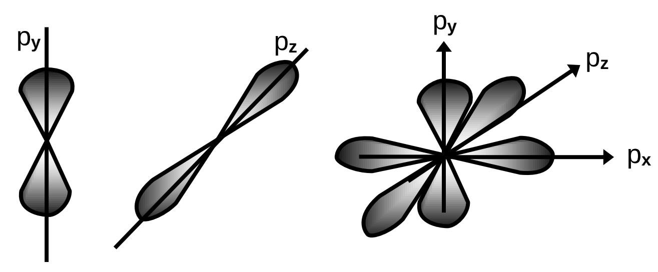
❖ إلكترون يتواجد فى المستوى **الفرعى** d يكون عدد الكم **الثانوى** (ℓ) له = 2 فيكون عدد الكم **المغناطيسى** (m_ℓ) له **أحد الإحتمالات** (-2 , -1 , 0 , +1 , +2) .

❖ إلكترون يتواجد فى المستوى **الفرعى** f يكون عدد الكم **الثانوى** (ℓ) له = 3 فيكون عدد الكم **المغناطيسى** (m_ℓ) له **أحد الإحتمالات** (-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3) .

المستويات الفرعية	عدد الأوربيتالات	الشكل الفراغى	عدد الإلكترونات التى يتشبع بها
s	1	كروى متماثل حول النواة	2
p (p_x , p_y , p_z)	3	كل أوربيتال على شكل كمثرتين متقابلتين بالرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية	6
d	5	لها أشكال معقدة	10
f	7	لها أشكال معقدة جداً	14



شكل أوربيتال المستوى الفرعى s فى الفراغ



أشكال أوربيتالات المستوى الفرعى p فى الفراغ

س : ما المقصود بالرمز ($3p_x$) .

جـ : أى الأوربيتال (p_x) **الذى يتبع المستوى الفرعى** (p) **الذى يتبع المستوى الرئيسى الثالث .**

عدد أوربيتالات المستوى الفرعى (2 ℓ + 1)	قيم عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) (- ℓ , ... , 0 , ... , + ℓ)	مستويات الطاقة الفرعية	قيم عدد الكم الثانوى (ℓ) [0 : (n - 1)]	رتبة المستوى الرئيسى (n)
1	0	1s	0	1
1	0	2s	0	2
3	(-1 , 0 , +1)	2p	1	
1	0	3s	0	3
3	(-1 , 0 , +1)	3p	1	
5	(-2 , -1 , 0 , +1 , +2)	3d	2	
1	0	4s	0	4
3	(-1 , 0 , +1)	4p	1	
5	(-2 , -1 , 0 , +1 , +2)	4d	2	
7	(-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3)	4f	3	

- **يتسع كل أوربيتال لـ** $2e^-$ (2 **إلكترون**) .

علل : يتشبع المستوى الفرعى P **بـ** $6e^-$ **بينما يتشبع المستوى الفرعى** d **بـ** $10e^-$.

جـ : لأن المستوى الفرعى P **به** 3 **أوربيتالات و المستوى الفرعى** d **به** 5 **أوربيتالات و كل أوربيتال يتشبع بـ** $2e^-$ **فيتشبع المستوى الفرعى** P **بستة إلكترونات والمستوى الفرعى** d **بعشرة إلكترونات .**

<u>عدد الكم المغزلى</u> (m_s)

هو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

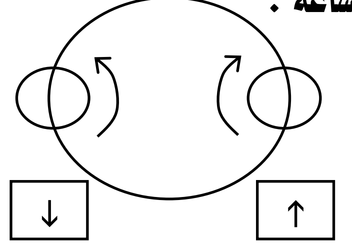
- لكل إلكترون **حركتان** : حركة حول **محوره** (حركة مغزلية) – حركة حول **النواة** (حركة دورانية) .
- عند **تواجد** $2e^-$ فى **نفس** الأوربيتال يدور كل منهما حول محوره و تأخذ حركة أحدهما **اتجاه** عقارب الساعة (↑) و قيمة m_s له ½ + و الآخر **عكس اتجاه** عقارب الساعة (↓) و قيمة m_s له ½ - .

علل : بالرغم من أن إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

جـ : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربيتال فى إتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسى يلاشى المجال المغناطيسى الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره فى عكس إتجاه عقارب الساعة .

س : علل الإلكترونات المفردة فى إتجاه واحد .

جـ : لأن هذا يجعل الذرة أكثر إستقرار (أى أقل طاقة) .



العلاقة بين عدد الكم الرئيسى (n) و

عدد المستويات الفرعية

عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسى المنتمى له (n) .

- **مثال :**

المستوى الأول به مستوى فرعى واحد
و المستوى الثانى به مستويين فرعيين.

عدد الأوربيتالات

عدد الأوربيتالات = مربع رقم المستوى الرئيسى (n^2) .

- **مثال :**

المستوى الثانى به 4 أوربيتالات
هى : ($2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$)

علل : يحتوى المستوى الرئيسى K على مستوى فرعى واحد بينما يحتوى المستوى الرئيسى L على مستويين فرعيين.

جـ : لأن عدد المستويات الفرعية = رتبة المستوى الرئيسى المنتمى له (n) و المستوى الرئيسى K رتبته = 1 فيحتوى على مستوى فرعى واحد هو s و المستوى الرئيسى L رتبته = 2 فيحتوى على مستويين فرعيين هما s , p .

علل : يحتوى المستوى الرئيسى K على أوربيتال واحد بينما يحتوى المستوى الرئيسى L على 4 أوربيتالات .

جـ : لأن عدد الأوربيتالات = مربع رتبة المستوى الرئيسى المنتمى له (n^2) و المستوى الرئيسى K رتبته = 1 فيحتوى على أوربيتال واحد هو 1s و المستوى الرئيسى L رتبته = 2 فيحتوى على 4 أوربيتالات هى $2s$, $2p_z$, $2p_y$, $2p_x$

س : حدد فى جدول قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسى M .

قيم عدد الكم المغزلى (m_s)	قيم عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) $-\ell , ... , 0 , ... , +\ell$	قيم عدد الكم الثانوى (ℓ) $\ell = 0 , ... , (n - 1)$	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)
+ 1/2 أو - 1/2	0	0 (3s)	3
+ 1/2 أو - 1/2	- 1 , 0 , + 1	1 (3p)	
+ 1/2 أو - 1/2	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	2 (3d)	

س : حدد القيم المحتملة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى K ؟

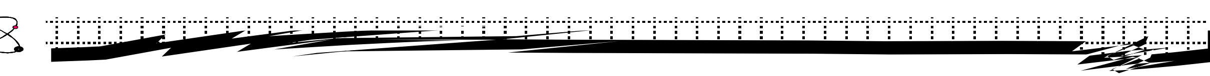
جـ : ∵ **المستوى الرئيسى** K **رتبته** (n) **له** = 4 **فتكون قيم عدد الكم الثانوى المحتملة له** 4 هى 0 , 1 , 2 , 3

و للتفسير :

أقل قيمة لعدد الكم الثانوى ℓ = 0 **أقصى قيمة لعدد الكم الثانوى** ($\underline{n}$ - 1) هى ($\underline{4}$ - 1) = 3

∴ **قيم عدد الكم الثانوى "** ℓ **" تتروح بين (3 : 0) أى تساوى :** 0 , 1 , 2 , 3

> اللّهم من اعتز بك فلن يُذل ، و من اهتدى بك فلن يُضل ، و من استكثر بك فلن يُقل ، و من استقوى بك فلن يُضعف ، و من استغنى بك فلن يُفتقر ، و من استنصر بك فلن يُغلب ، و من توكل عليك فلن يُخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يُضيع ، و من اعتصم بك فقد هُدى إلى صراط مستقيم ، اللّهم فكن لنا ولياً و نصيرا ، و كن لنا مُعيناً و مجيرا ، إنك كنت بنا بصيرا ....

س : حدد قيم أعداد الكم الأربعة رئيسى للإلكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية الأتية : 4f , 3d , 2p , 1s

قيم عدد الكم المغزلى (m_s)	قيم عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) - ℓ , ... , 0 , ... , + ℓ	قيم عدد الكم الثانوى (ℓ) ℓ = 0 , ... , (n - 1)	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)
+ 1/2 أو - 1/2	0	1	1s
+ 1/2 أو - 1/2	- 1 , 0 , + 1	2	2p
+ 1/2 أو - 1/2	- 2 , -1 , 0 , +1 , +2	3	3d
+ 1/2 أو - 1/2	-3 , - 2 , -1 , 0 , + 1 , +2 , +3	4	4f

قواعد توزيع الإلكترونات



1- مبدأ البناء التصاعدى :

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .

- المستويات الفرعية تعتبر هى المستويات الحقيقية للذرة و التى تختلف عن بعضها إختلاف طفيف فى الطاقة .
- يكون الترتيب الحقيقى لطاقة الإلكترونات فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية الموجودة فى المستويات الأساسية و تترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلى حسب طاقتها :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

- يحدد طاقة المستوى الفرعى قيمتى كلاً من (n ، ℓ) .

مثال :

طاقة المستوى 4s = 4 + 0 = 4 بينما طاقة المستوى 3d = 2 + 3 = 5 فتكون طاقة 3d أكبر من 4s

علل : يملأ مستوى الطاقة الفرعى 4s بالإلكترونات قبل المستوى الفرعى 3d .

جـ : طبقا لمبدأ البناء التصاعدى لأن المستوى الفرعى 4s أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى 3d .

ملاحظات هامة

✓ إذا انتهى التوزيع الإلكترونى للعنصر بالمستوى الفرعى d و كان يحتوى على (4) أو (9) إلكترون فلابد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقرار .

✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوربيتالاتها الخارجية فى إحدى الحالات الآتية :

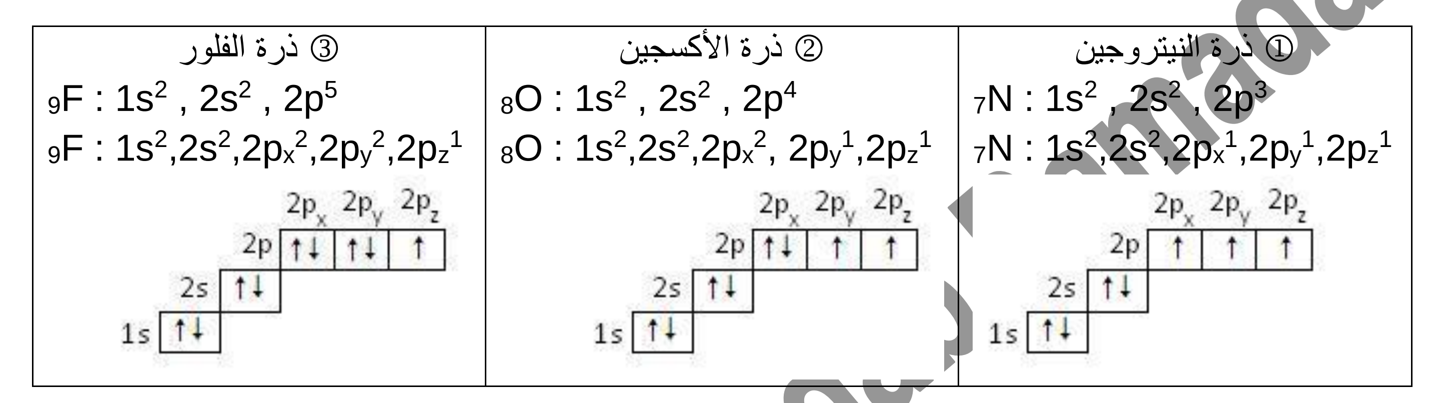
1) فارغة تماما . 2) نصف ممتلئة . 3) تامة الإمتلاء .

س : التركيب الإلكترونى للغلاف الخارجى لذرة النحاس (Cu_{29}) فى الحالة المستقرة هو $[_{18}Ar]\ 4s^1\ ,\ 3d^{10}$ **لماذا لا يكون** $[_{18}Ar]\ 4s^2\ ,\ 3d^9$.

جـ : نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d فيصبح المستوى الفرعى 4s نصف ممتلئ و المستوى الفرعى 3d تام الإمتلاء و هذا يجعل الذرة أكثر استقرار .

2 - قاعدة هوند

لا يحدث إزدواج بين إلكترونين فى مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً .



③ ذرة الفلور	② ذرة الأكسجين	① ذرة النيتروجين
$_9F : 1s^2\ ,\ 2s^2\ ,\ 2p^5$	$_8O : 1s^2\ ,\ 2s^2\ ,\ 2p^4$	$_7N : 1s^2\ ,\ 2s^2\ ,\ 2p^3$
$_9F : 1s^2,2s^2,2p_x^2,2p_y^2,2p_z^1$	$_8O : 1s^2,2s^2,2p_x^2,\ 2p_y^1,2p_z^1$	$_7N : 1s^2,2s^2,2p_x^1,2p_y^1,2p_z^1$
1s ↑↓ / 2s ↑↓ / 2p ($2p_x$ ↑↓, $2p_y$ ↑↓, $2p_z$ ↑)	1s ↑↓ / 2s ↑↓ / 2p ($2p_x$ ↑↓, $2p_y$ ↑, $2p_z$ ↑)	1s ↑↓ / 2s ↑↓ / 2p ($2p_x$ ↑, $2p_y$ ↑, $2p_z$ ↑)

- **<u>فى المثال الأول</u>** فى ذرة النيتروجين يوجد فى المستوى الفرعى 2p ثلاثة أوربيتالات $2p_x\ ,\ 2p_y\ ,\ 2p_z$ وهى متساوية فى الطاقة و تبعاً لقاعدة هوند فقد تم وضع ثلاثة إلكترونات فى كل أوربيتال فرادى أولاً قبل أن تزدوج .
- **<u>نجد فى المثالين الثانى و الثالث تم تطبيق الإزدواج</u> .**

علل : يُفضل الإلكترون أن يشغل أوربيتال مستقل أولاً قبل أن يزدوج مع إلكترون أخر فى نفس الأوربيتال .

جـ : لأن ذلك أفضل له من حيث الطاقة لأن إزدواج إلكترونين فى نفس الأوربيتال ينشأ عنه قوى تنافر تُقلل من إستقرار الذرة .

علل : يُفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون أخر فى أوربيتال واحد فى نفس المستوى الفرعى عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل فى المستوى الفرعى الأعلى .

جـ : لأن ذلك أفضل له من حيث الطاقة لأن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التنافر بين الإلكترونين فى حالة الإزواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعى آخر أعلى منه فى الطاقة .

<u>يمكن توزيع الإلكترونات لأقرب غاز خامل كالتالى</u> :

① $[_2He]$ 2s	② $[_{10}Ne]$ 3s	③ $[_{18}Ar]$ 4s	④ $[_{36}Kr]$ 5s	⑤ $[_{54}Xe]$ 6s	⑥ $[_{86}Rn]$ 7s

الغاز الخامل ثم يُكتب المستوى الفرعى s :

– لو 2s أو 3s يُكتب **بعده** p **بنفس** رتبة s

– لو 4s أو 5s يُكتب **بعده** d **أقل** رتبة ثم p **بنفس** رتبة s

– لو 6s أو 7s يُكتب **بعده** <u>d^1</u> **أقل** رتبة ثم f أقل **رتبتين** ثم **يُكمل** d و **ينتهى** التوزيع بـ p **بنفس** رتبة s .

العدد الذرى : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملحوظة : العدد الذرى للذرة يساوى العدد الذرى للأيون .

3- مبدأ باولى للإستبعاد

لا يتفق إلكترونين فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة .

مثال : إلكترونى المستوى الفرعى $3s^2$:

عدد الكم	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثانى	3	0	0	- 1/2

س : بين التوزيع الإلكترونى للذرات التالية تبعاً لمبدأ البناء التصاعدى : [$_9F$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{30}Zn$]

جـ :
① $_9F$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^5$
② $_{19}K$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$
③ $_{11}Na$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$
④ $_{20}Ca$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$
⑤ $_{30}Zn$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيتروجين $_7N$ إلكترونياً بثلاثة طرق مختلفة .

① طريقة بور : 2 , 5
② طريقة مبدأ البناء التصاعدى : $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$
③ طريقة قاعدة هوند : $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^1$, $2p_y^1$, $2p_z^1$

س : حدد قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترون الأخير فى ذرة الفلور F_9 .

جـ : لابد من كتابة التوزيع الإلكترونى بقاعدة هوند كالآتى : $_9F$: $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^2$, $2p_y^2$, $2p_z^1$ و منه يتضح أن آخر إلكترون فى الذرة يقع فى $2p_y$ و **بذلك يكون** :

1- عدد الكم الرئيسى = 2
2- عدد الكم الثانوى = 1 (لأن التوزيع الإلكترونى **ينتهى** بالمستوى الفرعى p)
3- عدد الكم المغناطيسى = صفر (لأن الإلكترون **الأخير** موجود فى الأوربيتال P_y)
4- عدد الكم المغزلى = - ½ (لأنه **ثانى** إلكترون فى الأوربيتال)

س : العدد الذرى لعنصر الفلور = 9 أكتب التوزيع الإلكترونى لكل من [F^+ , F , F^-] **فى الحالة المستقرة و ما هو التركيب الإلكترونى فى الغلاف الخارجى لكل منها .**

جـ : التوزيع الإلكترونى للأوربيتالات فى الحالة المستقرة :

① F^+ : $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$
② F : $1s^2$, $2s^2$, $2p^5$
③ F^- : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$

- **التركيبات الإلكترونية فى الغلاف الخارجى (غلاف تكافؤها) :**

① F^+ : $2s^2$, $2p^4$
② F : $2s^2$, $2p^5$
③ F^- : $2s^2$, $2p^6$

الجدول الدورى الحديث

- **تم ترتيب العناصر فيه ترتيبا تصاعديا حسب :**

1) الزيادة فى أعدادها الذرية .

2) طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعا **لمبدأ البناء التصاعدى** بحيث **يزيد** كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه فى **نفس** الدورة **بإلكترون** واحد .

وصف الجدول الدورى الحديث

1- يتكون من 18 مجموعة رأسية **و** 7 دورات أفقية .

2- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بإلكترون واحد و يتتابع ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل الذى يكتمل فيه ملء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات .

3- عناصر **الدورة** الواحدة **تتفق** فى **نفس** عدد الكم **الرئيسى** (n) .

4- عناصر **المجموعة** الواحدة **تتفق** فى التركيب الإلكترونى لمستوى **الطاقة الأخير** و **تختلف** فى عدد الكم **الرئيسى** (n) .

5- يحتوى الجدول على 118 عنصر موزعة فى دورات الجدول كالتالى :

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32

6- ينقسم **إلى أربع فئات** هى : الفئة s – الفئة p – الفئة d – الفئة f .



(1) **الفئة** (s)

1- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدورى .

2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s) .

3- توزع عناصر الفئة (s) فى مجموعتين فقط **لأن المستوى الفرعى (s) يتسع لإلكترونين فقط هما :**

- المجموعة (1A) و ينتهى تركيبها الإلكترونى بـ : ns^1 .
- المجموعة (2A) وينتهى تركيبها الإلكترونى بـ : ns^2 .

(2) **الفئة** (p)

1- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدورى .

2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p) .

3- توزع عناصرها فى ستة مجموعات **لأن المستوى الفرعى (p) يتسع لـ 6 إلكترونات** وهى :

- المجموعة (III-A) وتركيبها الخارجى (np^1) ، المجموعة (IV-A) وتركيبها الخارجى (np^2)
- المجموعة (VA) وتركيبها الخارجى (np^3) ، المجموعة (VIA) وتركيبها الخارجى (np^4)
- المجموعة (VII-A) وتركيبها الخارجى (np^5) ، المجموعة (0) وتركيبها الخارجى (np^6) .




(3) **الفئة** (d)



1- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدورى .
2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (d) .
3- تُوزع عناصرها فى 10 صفوف رأسية [(7 تخص مجموعات B) + (3 تخص المجموعة الثامنة 8]
لأن المستوى الفرعى (d) يتسع لـ 10 إلكترونات .
4- توزع عناصرها فى **ثلاثة دورات أفقية** .

توزع عناصر الفئة (d) فى الجدول الدورى الحديث فى ثلاث سلاسل أفقية هى :

a) **السلسلة الانتقالية الأولى** : تقع فى الدورة **الرابعة** – يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 3d - تشمل العناصر من السكانديوم Sc حتى الخارصين Zn .
b) **السلسلة الانتقالية الثانية** : تقع فى الدورة **الخامسة** – يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 4d - تشمل العناصر من اليوتيريوم Y حتى الكادميوم Cd .
c) **السلسلة الانتقالية الثالثة** : تقع فى الدورة **السادسة** – يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 5d - تشمل العناصر من اللنثانيوم La حتى الزئبق Hg .

(4) **الفئة** (f)

- تُفصل أسفل الجدول الدورى **حتى لا يكون طويل** .
- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (f) .
- تتكون من سلسلتين هما **اللنثانيدات** و **الأكتينيدات** و تستوعب كل سلسلة 14 عنصر **لأن المستوى الفرعى (f) يتسع لـ 14 إلكترونات .**

س: قارن بين سلسلة اللنثانيدات و سلسلة الأكتينيدات .

اللنثانيدات	الأكتينيدات
- تقع فى الدورة **السادسة** . - تسمى **الأكاسيد الأرضية النادرة** . - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 4f .	- تقع فى الدورة **السابعة** . - تسمى العناصر **المشعة** . - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 5f .

علل : تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة .
جـ : لأن أنويتها غير مستقرة .
علل : كانت تسمى عناصر اللنثانيدات بالأكاسيد الأرضية النادرة .
جـ : لأنها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها لأن مستوى التكافؤ الخارجى لها جميعا هو $6S^2$.
علل : تُفصل العناصر الانتقالية الداخلية أسفل الجدول .
جـ : حتى لا يكون الجدول طويل جدا .

أنواع العناصر في الجدول الدورى الحديث

يضم الجدول الدورى الحديث **أربعة أنواع** من العناصر هى :

(1) العناصر النبيلة

① هى عناصر المجموعة **الصفرية** (18) **أو** الصف **الرأسى الأخير** من الفئة (p) .

② **ينتهى** تركيبها الإلكترونى بـ : np^6 **ماعدا** الهيليوم $_2He$ تركيبه $1s^2$.

③ تتميز بامتلاء **جميع** مستويات الطاقة بالإلكترونات لذا فهى **مستقرة** .

(2) العناصر الممثلة

① هى عناصر الفئتين (s) ، (p) **ما عدا** المجموعة الصفرية (العناصر الخاملة) .

② تتميز **بامتلاء جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** مستوى الطاقة الأخير .

③ **تميل** للوصول للتركيب الإلكترونى : ns^2, np^6 لمستوياتها الخارجية بفقد أو إكتساب أو مشاركة الإلكترونات .

(3) العناصر الإنتقالية الرئيسية

① هى عناصر الفئة d .

② تتميز **بامتلاء جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** المستويين الأخيرين .

(4) العناصر الإنتقالية الداخلية

① هى عناصر الفئة f .

② تتميز **بامتلاء جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** الثلاثة مستويات الأخيرة .

كيفة تحدد موقع أى عنصر فى الجدول الدورى الحديث

لتحديد رقم الدورة : أكبر عدد كم رئيسى (n) فى التركيب الإلكترونى للعنصر (**أعلى رقم أمام المستوى** s) .

لتحديد رقم المجموعة : يحدد رقم المجموعة نوع العنصر كالتالى :

نوع العنصر	الفئة	رقم المجموعة
خامل (نبيل)	p	0 أو 18
ممثل	s	عدد إلكترونات المستوى الفرعى (s) **يليه** الحرف A
	p	**مجموع** أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين (p , s) **الأخيرين يليه** الحرف A
إنتقالى رئيسى	d	**مجموع** أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] **فإذا كان :** 1- **المجموع** من 3 إلى 7 : **يضاف** حرف B إلى **المجموع** . 2- **المجموع** 8 أو 9 أو 10 : تسمى **المجموعة الثامنة** . 3- **المجموع** (11) : تسمى المجموعة (1B) . 4- **المجموع** (12) : تسمى المجموعة (2B) .

س : اكتب التوزيع الإلكترونى للعناصر التالية و حدد موقعها فى الجدول الدورى : ($_{8}O$, $_{18}Ar$, $_{20}Ca$, $_{30}Zn$)

العنصر	التوزيع الإلكترونى	رقم الدورة	رقم المجموعة
الأكسجين $_{8}O$	$1s^2,2s^2,2p^4$	2	السادسة (6A)
الأرجون $_{18}Ar$	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6$	3	الصفرية (0)
الكالسيوم $_{20}Ca$	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6,4s^2$	4	الثانية (2A)
الخارصين $_{30}Zn$	$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^6,4s^2,3d^{10}$	4	الثانية عشر (2B)

ملاحظات هامة (معلومات إضافية)

عناصر الدورة :

1- عناصر **مختلفة** الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعداها الذرية من اليسار الى اليمين .

2- لها **نفس** عدد مستويات الطاقة (عدد الكم الرئيسى) و **تختلف** فى عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير

3- **يزيد** كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد **إلكترون** .

4- **تبدأ** كل دورة بعنصر من الفئة s و **تنتهى** بغاز خامل .

عناصر المجموعة :

1- عناصر **متشابهة** الخواص مرتبة تصاعديا من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعداها الذرية .

2- لها **نفس** عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير و **تختلف** فى عدد الكم الرئيسى .

3- **يزيد** كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار **مستوى طاقة** مكتمل .

علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص .

جـ : لأنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

س علل : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم 8 عناصر .

جـ : لأن الدورة الأولى يتتابع فيها ملء المستوى الفرعى s فقط بينما الدورة الثانية يتتابع ملء المستويين s , p .

علل : العناصر النبيلة مستقرة تماماً و تكون مركبات بصعوبة بالغة .

علل : لا تدخل العناصر النبيلة فى أى تفاعل كيميائى فى الظروف العادية .

جـ : لإمتلاء جميع مستويات الطاقة فيها بالإلكترونات .

س : عنصر ينتهى توزيعه الإلكترونى بـ : $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$ **أكتب التركيب الإلكترونى :**

① **للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة .** ② **للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة .**

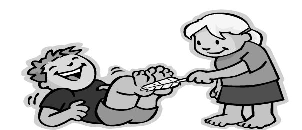
جـ : ____

....

....

سبحان الله و بحمده سبحان الله العظيم

تدرج الخواص فى الجدول الدورى



أولاً : **نصف قطر الذرة (الحجم الذرى)**

علل : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً .

علل : من الخطأ أن تُعرف نصف القطر على أنه المسافة بين مركز النواة و أبعد إلكترون يدور حولها .

جـ : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط .

و من ذلك فإنه يمكن حساب نصف القطر التساهمى للذرة بمعلومية طول الرابطة التساهمية :

نصف القطر التساهمى : **هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة .**

المركبات الأيونية : مثل كلوريد الصوديوم تتواجد على شكل **بللورات** تتكون من أيونات **موجبة** (كاتيونات) و أيونات **سالبة** (أنيونات) فيمكن قياس المسافة بين مركزى نواتى الأيونين و بالتالى يكون هو طول الرابطة الأيونية .

طول الرابطة التساهمية : **هو المسافة بين مركزى نواتى ذرتين متحدتين .**

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفى قطرى ذرتى الجزئ .

طول الرابطة الأيونية : **هو المسافة بين مركزى نواتى أيونين متحدتين .**

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفى قطرى أيونى وحدة الصيغة.

ملاحظات هامة جدا :

- يعتمد نصف القطر **الأيونى** على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .
- لكل نواة **شحنتان** : شحنة النواة **الفعالة** – شحنة النواة **الكلية** .

شحنة النواة الفعالة : **الشحنة الفعلية للنواة التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما .**

شحنة النواة الكلية : **شحنة البروتونات الموجبة الموجودة داخل النواة .**

- فى **جميع** الذرات لا تتأثر إلكترونات **التكافؤ** (إلكترونات الغلاف الخارجى) بشحنة النواة **كاملة** (الشحنة **الكلية** = شحنة بروتونات النواة) حيث تحجب الإلكترونات الداخلية فى مستويات الطاقة المكتملة جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ (الإلكترونات موضع الدراسة) .

علل : تكون شحنة النواة الفعالة أقل دائماً من شحنة النواة .

جـ : لأن الإلكترونات الداخلية فى مستويات الطاقة المكتملة تحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ (الإلكترونات موضع الدراسة) .

كل حُزن سَيذهب كل مكسور سيُجبر لا يترك الله قلباً يرفرف تحت سمائه ضائعاً دون ملجأ اَللّهُمَّ اشرح صدورنا و يسر أمورنا .

تدرج خاصية نصف القطر فى الجدول الدورى

☒ **أولاً : فى الدورات الأفقية :**

يقل نصف القطر كلما اتجهنا يميناً فى **الدورات** الأفقية **بزيادة العدد الذرى** لأنه **بزيادة** العدد الذرى **تزداد شحنة النواة الفعالة** تدريجياً **فتزداد** قوة **جذب** النواة لإلكترونات التكافؤ **فيتقلص** نصف قطر الذرة .

☒ **ثانيا: فى المجموعات الرأسية :**

يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا لأسفل فى **المجموعات** الرأسية **بزيادة العدد الذرى** لأنه **بزيادة** العدد الذرى **يزداد** : **التنافر** بين الإلكترونات و بعضها – **عدد** مستويات الطاقة – مستويات الطاقة **الممتلئة تحجب** تأثير **جذب** النواة على الإلكترونات .

و مما سبق نستنتج أن :

- **أكبر** ذرات العناصر الممثلة **حجماً** فى **الدورة** الواحدة هى ذرات عناصر **المجموعة** 1A (**الأقلاء**) .
- **أقل** ذرات العناصر الممثلة **حجماً** فى **الدورة** الواحدة هى ذرات عناصر المجموعة 7A (**الهالوجينات**) .

العلاقة بين نصف قطر الذرة و نصف قطر أيونها

الفلزات :

1- نصف قطر الأيون الموجب أقل من نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة فى حالة الأيون .



علل : يقل نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ **عن نصف قطر ذرة الصوديوم** Na .

جـ : لأن زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات فى حالة الأيون يؤدى إلى زيادة شحنة النواة الفعالة فيقل نصف قطر الأيون .

2- كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره .

السبب : زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات.

علل : نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) .

جـ : لأنه كلما زادت شحنة الأيون الموجب يقل نصف قطره لزيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

اللافلزات :

1- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات.

علل : يزداد نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- **عن نصف قطر ذرة الكلور** Cl .

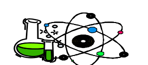
جـ : لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات فيزداد التنافر بين الإلكترونات و بعضها فيزيد نصف قطر الأيون

2- كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره .

السبب : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة يزداد التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف قطر الأيون .

س علل: نصف قطر أيون الأكسجين (I) أقل من نصف قطر أيون الأكسجين (II) .

جـ : لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات فيزداد التنافر بين الإلكترونات و بعضها فيزيد نصف قطر الأيون

س : رتب العناصر الأتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

قوانين هامة

في الذرتين المتماثلتين : طول الرابطة = 2 × نصف قطر إحدى الذرتين (2 r)

في الذرتين غير المتماثلتين : طول الرابطة = مجموع نصفى قطرى الذرتين ($r_1 + r_2$)

في المركبات الأيونية : طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الأيون الموجب + نصف قطر الأيون السالب .

مثال

إذا كان طول الرابطة فى جزئ الكلور (Cl – Cl) تساوى $1,98\ ^0A$ و طول الرابطة بين ذرة الكربون و الكلور (C – Cl) تساوى $1,76\ ^0A$ .. احسب نصف قطر ذرة الكربون .

الحـــل

نصف قطر ذرة الكلور (Cl) = $\frac{\text{طول الرابطة (Cl – Cl)}}{2} = \frac{1,98}{2} = 0,99\ ^0A$

نصف قطر ذرة الكربون (C) = طول الرابطة (C – Cl) ـ نصف قطر ذرة الكلور (Cl)

$= 1,76 - 0,99 = 0,77\ ^0A$

تدريبات

1- إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ أكسيد النيتريك $1,36\ ^0A$ و طول الرابطة فى جزئ الأكسجين $1,32\ ^0A$ ... احسب نصف قطر ذرة النيتروجين .

2- إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ الكلور $1,98\ ^0A$ و طول الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين $1,29\ ^0A$ ... احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين .

3- إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ اليود $2,66\ ^0A$ و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين $0,6\ ^0A$ احسب طول الرابطة فى جزئ يوديد الهيدروجين .

4- إذا علمت أن طول الروابط فى جزئ الماء $1,96\ ^0A$ و طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين $0,6\ ^0A$ احسب نصف قطر ذرة الأكسجين .

اللهم فاطر السماوات والأرض ،علاّم الغيب والشهادة ، ذا الجلال والإكرام ، إنى اعهد إليك فى هذه الحياة الدنيا ، وأشهدك وكفى بك شهيداً أنى أشهد أن لاإله إلا أنت وحدك لا شريك لك ، وأن محمداً عبدك ورسولك ، وأشهد أن وعدك حق ، ولقاءك حق ، والجنة حق ، وأن الساعة لاريب فيها ، وأنك تبعث من فى القبور ، وأنك إن تكلنى إلى نفسى تكلنى إلى ضعف وعورة وذنب وخطيئة ، وإنى لا أثق إلا برحمتك فأغفر لى ذنوبى كلها وتب علىّ إنك أنت التواب الرحيم .

ثانيا : جهد التأين (طاقة التأين)

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة و هى فى الحالة الغازية .

❖ إذا إكتسبت الذرة كمية **محدودة** من الطاقة (طاقة **إثارة**) فإن إلكتروناتها تُثار و تنتقل لمستويات طاقة أعلى و لكن إذا كانت كمية الطاقة **كبيرة** (طاقة **تأين**) فإنها **تطرد أضعف** الإلكترونات إرتباطاً بالذرة و تصبح الذرة أيون **موجب** .

س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين .

❖ يُعبر عن قيمة ΔH لجهد التأين بإشارة **موجبة** لأن **جهد** التأين تغير **ماص** للحرارة .

❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو إثنين أو أكثر من ذرة العنصر الواحد لذا يكون هناك جهد تأين أول و ثان و ثالث ... إلخ .

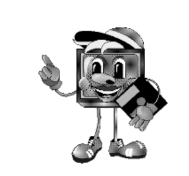
جهد التأين الأول	جهد التأين الثانى
مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الذرة المفردة الغازية . $M \longrightarrow M^{+} + e^{-}$	**مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من أيون يحمل شحنة موجبة واحدة .** $M^{+} \longrightarrow M^{2+} + e^{-}$
يؤدى لتكوين أيون يحمل شحنة **موجبة**	يؤدى لتكوين أيون يحمل **شحنتين موجبتين**
قيمته غالباً **أقل** من جهد التأين **الثانى**	قيمته **أكبر** من جهد التأين **الأول** (علل) **لزيادة** شحنة النواة الفعالة .

مثال : عنصر الماغنسيوم ($_{12}Mg$) له أكثر من جهد تأين :

$$\underset{(2-8-2)}{Mg} \xrightarrow{\text{جهد التأين الأول}} \underset{(2-8-1)}{Mg^{+}} + e^{-} , \Delta H = +737 \quad k.j/mole$$

$$\underset{(2-8-1)}{Mg^{+}} \xrightarrow{\text{جهد التأين الثانى}} \underset{(2-8)}{Mg^{+2}} + e^{-} , \Delta H = +1450 \quad k.j/mole$$

$$\underset{(2-8)}{Mg^{+2}} \xrightarrow{\text{جهد التأين الثالث}} \underset{(2-7)}{Mg^{+3}} + e^{-} , \Delta H = +7730 \quad k.j/mole$$



علل : يزداد جهد التأين الثانى للماغنسيوم عن جهد التأين الأول له .

جـ : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة .

علل : جهد التأين الثالث للماغنسيوم يزداد زيادة كبيرة جداً .

جـ : لأنه يتسبب فى كسر مستوى طاقة مكتمل .

اَللّهُمَّ أرزقنا طيب المحبه و حلاوة لقاء الأحبه و صفاء النفس و تجنب الزلل و بلوغ الأمل و حسن الخاتمة و صلاح العمل و اجمعنا سوياً تحت ظل عرشك يوم لا ظل إلا ظلك .

تدرج خاصية جهد التأين في الجدول الدورى

❖ **جهد التأين** يتناسب **عكسياً** مع نصف القطر الذرى و مع **قابلية فقد** الإلكترونات .

❖ **أولاً : في الدورات الأفقية :**

تزداد قيمة جهد التأين كلما اتجهنا يميناً فى **الدورة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لصغر** نصف قطر الذرة **و زيادة** شحنة النواة الفعالة **فيزداد** جذب النواة لإلكترونات التكافؤ **فتزداد** الطاقة اللازمة لفصل الإلكترونات عن **النواة** .

❖ **ثانيا : في المجموعات الرأسية :**

تقل قيمة جهد التأين رأسياً فى **المجموعة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لزيادة** نصف قطر الذرة **فتقل** قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ **فتقل** الطاقة اللازمة لفصلها عن **النواة** .

❖ عناصر المجموعة 7A **أعلى العناصر الممثلة** جهد تأين فى الدورة الواحدة .

❖ عناصر المجموعة 1A **أقل العناصر الممثلة** جهد تأين فى الدورة الواحدة .

ملاحظات هامة جدا

تزداد قيمة جهد التأين لبعض عناصر الدورة الواحدة عندما يكون المستوى الفرعى الأخير فى إحدى الحالات التالية :

❶ **مكتمل** كما فى عنصرى البريليلوم Be_4 و الماغنسيوم Mg_{12} .

❷ **نصف مكتمل** كما فى عنصرى النيتروجين N_7 و الفوسفور P_{15} .

❸ **تام الإمتلاء** كما فى الغازات النبيلة .

علل : جهد تأين النيتروجين N_7 أكبر من جهد تأين الكربون O_8 رغم أن الأكسجين يلى النيتروجين فى نفس الدورة .

جـ : لأن التوزيع الإلكترونى لعنصر الأكسجين : $1s^2,2s^2,2p^4$ و عنصر النيتروجين $1s^2,2s^2,2p^3$ فالذرة تكون أكثر استقرار عندما يكون المستوى الفرعى الأخير نصف مكتمل كما في حالة النيتروجين .

علل : جهد تأين الماغنسيوم Mg_{12} أكبر من جهد تأين الألومنيوم Al_{13} رغم أن الألومنيوم يلى الماغنسيوم فى نفس الدورة .

جـ : لأن التوزيع الإلكترونى لعنصر الماغنسيوم : $1s^2,2s^2,2p^6,3s^2$ و عنصر الألومنيوم $1s^2,2s^2,2p^6,3s^2,3p^1$ فالذرة تكون أكثر استقرار عندما يكون المستوى الفرعى الأخير مكتمل كما في حالة الماغنسيوم .



علل : جهد التأين الأول للغازات النبيلة فى المجموعة الصفرية مرتفع جداً .

جـ : لإستقرار نظامها الإلكترونى حيث يصعب فصل إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

الضيق هو إشارة ربانية من الله للإنسان بأن وقت الدعاء قد حان ... (لا تَحْزَنْ إِنَّ اللَّهَ مَعَنَا)عبارة دافئه جداً اللّهم لا تجعلنا بحاجةً لغيرك و انت أقرب إلينا من حبل الوريد ....

ثالثا : القابلية الإلكترونية (الميل الإلكترونى)

هى مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً .

❖ عندما **تكتسب** الذرة المفردة و هى فى الحالة الغازية **إلكترون** يكون ذلك مصحوب **بإنطلاق** طاقة تسمى **الميل** (القابلية) الإلكترونية :

$X + e^- \rightarrow X^- + e \quad \Delta Hv = -$ ة

❖ يُعبر عن قيمة ΔH للميل الإلكترونى بإشارة **سالبة** لأن **الميل** الإلكترونى تغير **طارد** للحرارة .

تدرج خاصية الميل الإلكترونى فى الجدول الدورى

❖ الميل الإلكترونى يتناسب **عكسياً** مع نصف القطر الذرى .

❖ **أولاً : فى الدورات الأفقية :**

يزداد الميل الإلكترونى فى **الدورة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لصغر** نصف القطر **فيسهُل** على النواة جذب الإلكترون الجديد .

❖ **ثانيا : فى المجموعات الرأسية :**

يقل الميل الإلكترونى فى **المجموعة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لزيادة** نصف القطر **فيصعُب** على النواة جذب للإلكترون الجديد .

❖ عناصر المجموعة 1A **أقل العناصر الممثلة** ميل إلكترونى فى الدورة الواحدة .

❖ عناصر المجموعة 7A **أعلى العناصر الممثلة** ميل إلكترونى فى الدورة الواحدة .

❖ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو Cl > F > Br > I .

علل : الميل الإلكترونى للفلور أقل من الميل الإلكترونى للكلور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .

جـ : لصغر حجم ذرة الفلور عن ذرة الكلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً حول نواة ذرة الفلور .

ملاحظات هامة جدا

تقل قيمة الميل الإلكترونى لبعض عناصر الدورة الواحدة إذا كان المستوى الفرعى الأخير فى إحدى الحالات التالية :

❶ **مكتمل** كما فى عنصرى البريليلوم Be_4 و الماغنسيوم Mg_{12} .

❷ **نصف مكتمل** كما فى عنصرى النيتروجين N_7 و الفوسفور P_{15} .

❸ **تام الإمتلاء** كما فى الغازات النبيلة .

علل : عدم الانتظام فى الميل الإلكترونى لكل من البيريليوم $_4Be$ و النيتروجين $_7N$ و النيون $_{10}Ne$.

جـ : فى حالة البيريليوم : توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2$ يكون المستوى الفرعى الأخير 2s ممتلىء فتكون الذرة مستقرة

فى حالة النيتروجين : توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2,2p^3$ يكون المستوى الفرعى الأخير 2p نصف ممتلئ فتكون الذرة مستقرة .

فى حالة النيون : توزيعه الإلكترونى $1s^2,2s^2,2p^6$ نجد أن جميع المستويات الفرعية ممتلئة فتكون الذرة مستقرة .

رابعا : السالبية الكهربية



هى قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

- ❖ **الفرق** فى السالبية الكهربية يلعب دور فى تحديد نوع الرابطة بين الذرات.
- ❖ فلزات المجموعة 1A (الأقلاء) **أقل العناصر الممثلة** سالبية كهربية فى الدورة الواحدة .
- ❖ السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية **" علل "** لأنه يقع أسفل يسار الجدول و السالبية الكهربية تزيد فى الدورات و تقل فى المجموعات .
- ❖ لافلزات المجموعة 7A (الهالوجينات) **أعلى العناصر الممثلة** سالبية كهربية فى الدورة الواحدة .
- ❖ الفلور يعتبر أعلى العناصر سالبية كهربية **" علل "** لأنه يقع أعلى يمين الجدول و السالبية الكهربية تزيد فى الدورات و تقل فى المجموعات .

الميل الإلكترونى	السالبية الكهربية
مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً .	**قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .**
تُعبر عن الذرة المفردة	تُعبر عن الذرة المرتبطة

تدرج خاصية السالبية الكهربية فى الجدول الدورى

- ❖ السالبية الكهربية تتناسب **عكسياً** مع نصف القطر الذرى .
- ❖ **أولاً : فى الدورات الأفقية :**

تزداد السالبية الكهربية فى **الدورة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لصغر** نصف القطر **فيسهُل** على الذرة جذب إلكترونات **الرابطة** الكيميائية نحوها .

- ❖ **ثانيا : فى المجموعات الرأسية :**

تقل السالبية الكهربية فى **المجموعة** الواحدة بزيادة العدد الذرى **لكبر** نصف القطر **فيصعُب** على الذرة جذب إلكترونات **الرابطة** الكيميائية نحوها .

> **يجىء القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفنى ؟ أنا الذى كنت أسهر ليلك و اظمئ هواجرك و إن كل تاجر من وراء تجارته و أنا لك اليوم من وراء كل تاجر فيعطى المُلك بيمينه و الخُلد بشماله و يوضع على رأسه تاج الوقار و يُكسى والداه حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها فيقولان : يا رب ! أنى لنا هذا ؟ فيُقال : بتعليم ولدكما القرآن و إن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرا و ارتق فى الدرجات و رتل كما كنت ترتل فى الدنيا فإن منزلتك عند أخر أية معك .**



خامسا : الخاصية الفلزية و اللافلزية

أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين : فلزات و لافلزات هو العالم برزيليوس .

الفلزات	اللافلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته .	**عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته .**
تتميز **بكبر** أنصاف أقطارها و بالتالى **صغر** جهد تأينها و ميلها الإلكترونى و سالبيتها الكهربية .	تتميز **بصغر** أنصاف أقطارها و بالتالى **كبر** جهد تأينها و ميلها الإلكترونى و سالبيتها الكهربية .
عناصرها **كهروموجبة** (علل) لأنها **تفقد** إلكترونات غلاف تكافؤها و تصبح أيونات **موجبة** لها نفس التركيب الإلكترونى للغاز الخامل الذى يسبقها فى الجدول الدورى .	عناصرها **كهروسالبة** (علل) لأنها **تكتسب** إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها و تصبح أيونات **سالبة** لتصل إلى التركيب الإلكترونى للغاز الخامل الذى يليها فى الجدول الدورى .
جيدة التوصيل للكهرباء (علل) **لسهولة** انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخل الفلز .	**رديئة التوصيل للكهرباء** (علل) **لصعوبة** انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخلها لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة .
أقوى الفلزات هو عنصر **السيزيوم** .	أقوى اللافلزات هو عنصر **الفلور** .

أشباه الفلزات

1- عناصر لها مظهر الفلزات و معظم خواص اللافلزات .
2- سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات .
3- توصيلها الكهربى أقل من توصيل الفلزات و أكبر كثيراً من توصيل اللافلزات .
4- لها استخدامات صناعية مهمة ؛ فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل **الترانزستورات** كأشباه موصلات .

أمثلة أشباه الفلزات :

بورون	سليكون	جرمانيوم	زرنيخ	أنتيمون	تيلوريوم	إستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	At



تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية في الجدول الدورى

❖ **أولاً : في الدورات الأفقية :**

تقل الصفة **الفلزية** من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب **نقص** نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم **تزداد** الصفة **اللافلزية** و تنتهى الدورة بغاز خامل .

نلاحظ أنه فى أى دورة : أقوى **الفلزات** يوجد فى المجموعة 1A (**الأقلاء**) و أقوى **اللافلزات** يوجد فى المجموعة 7A (**الهالوجينات**) .

❖ **ثانيا : في المجموعات الرأسية :**

كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعة **بزيادة** العدد الذرى **تزداد** الخاصية **الفلزية** و **تقل** الخاصية **اللافلزية** .

نستنتج مما سبق أن :

❖ **أقوى الفلزات في الجدول الدورى يقع أسفل يسار الجدول و هو السيزيوم.**

❖ **أقوى اللافلزات في الجدول الدورى يقع أعلى يمين الجدول و هو الفلور.**


علل : يعتبر عنصر السيزيوم Cs أنشط الفلزات بينما عنصر الفلور أنشط اللافلزات .

جـ : لأن السيزيوم يقع أسفل يسار الجدول و الصفة الفلزية تزداد في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى بينما الفلور يقع أعلى يمين الجدول و الصفة اللافلزية تزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى .

سادسا : الخاصية الحامضية و القاعدية

عندما يتحد عنصر مع الأكسجين يتكون **أكسيد العنصر** و تنقسم أكاسيد العناصر إلى 3 أنواع هى :

① أكاسيد حامضية . ② أكاسيد قاعدية . ③ أكاسيد مترددة

أولاً : **الأكاسيد الحامضية** : **هى أكاسيد لافلزية تذوب فى الماء و تعطى أحماض** .

✓ عند ذوبان أكاسيد **اللافلزات** فى الماء تعطى **أحماضاً أكسجينية** لذا تُسمى بالأكاسيد الحامضية :

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ ن ال كبري تيك

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ ن ال كربو نيك

✓ تتفاعل الأكاسيد **الحامضية** مع **القلويات** لتعطى ملح و ماء :

$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

ثانياً : **الأكاسيد القاعدية** : **هى أكاسيد فلزية بعضها يذوب فى الماء و تعطى قلويات** .

✓ **بعض** أكاسيد الفلزات **تذوب** فى الماء لتعطى **قلويات** لذا تُعرف بـ **الأكاسيد القلوية** :

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

✓ تتفاعل الأكاسيد **القاعدية** مع **الأحماض** لتعطى ملح و ماء :

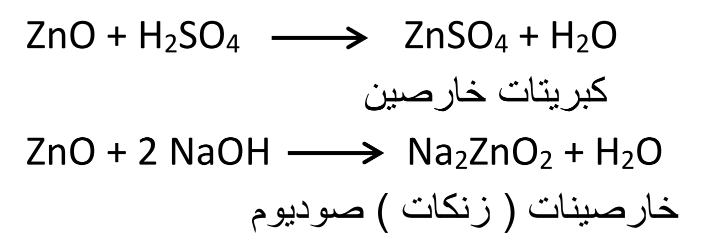
$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$



ثالثاً : **الأكاسيد المترددة : أكاسيد تتفاعل مع الأحماض كأنها أكاسيد قاعدية و تتفاعل مع القلويات كأنها أكاسيد حامضية و تكون في الحالتين ملح و ماء .**

أمثلة للأكاسيد المترددة : أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 – أكسيد الأنتيمون Sb_2O_3 – أكسيد الخارصين ZnO – أكسيد القصدير SnO .



$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$

كبريتات خارصين

$ZnO + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

خارصينات (زنكات) صوديوم



تدرج الخواص الحامضية و القاعدية في الجدول الدورى

❖ **أولاً : في الدورات الأفقية :**

تقل الصفة **القاعدية للأكسيد** و **تزداد** الصفة **الحامضية** بزيادة العدد الذرى .

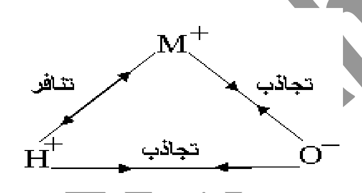
❖ **ثانيا : في المجموعات الرأسية :**

فى المجموعات التى تبدأ بفلز **تزداد** الصفة **القاعدية** بزيادة العدد الذرى مثل المجموعة 1A (الأقلاء) و فى المجموعات التى تبدأ بعنصر لافلز **تزداد** الصفة **الحامضية** بزيادة العدد الذرى مثل المجموعة 7A .

علل : تزداد الصفة الحامضية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة السابعة 7A بزيادة العدد الذرى .

جـ : لزيادة نصف قطر ذرة العنصر فيقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها .

الخاصية الحامضية و القاعدية للمركبات الهيدروكسيلية



تُعتبر الأحماض **الأكسجينية** (الأحماض التى تحتوى على أكسجين) و **القواعد** مركبات هيدروكسيلية تُستخدم الصيغة MOH للتعبير عنها حيث " M " تُمثل ذرة العنصر و تتأين المركبات الهيدروكسيلية MOH بإحدى الطرق التالية :

تتأين كـ حمض	تتأين كـ قاعدة
تتأين **كحمض** و تعطى أيونات **هيدروجين :** $MOH \longrightarrow MO^- + H^+$ عندما تكون قوة الجذب بين (M^+ , O^{--}) **أكبر** من قوة الجذب بين (H^+ , O^{--})	تتأين **كقاعدة** و تعطى أيونات **هيدروكسيد :** $MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$ عندما تكون قوة الجذب بين (H^+ , O^{--}) **أكبر** من قوة الجذب بين (M^+ , O^{--})

ملحوظة هامة جدا :

تعتمد قوة الجذب بين (M^+ , O^{--}) **و** (H^+ , O^{--}) **على حجم الذرة** M **و مقدار الشحنة على الذرة** M .

علل : تتأين المركبات الهيدروكسيلية لعناصر اللافلزات مثل الفوسفور كأحماض .

جـ : لصغر نصف قطر ذرة اللافلز و كبر شحنته فتكون قوة الجذب بين (M^+ , O^{--}) أكبر من قوة الجذب بين (H^+ , O^{--}) فعند تأينها يتكون أيون الهيدروجين H^+ .

علل : تتأين المركبات الهيدروكسيلية لعناصر الفلزات مثل الصوديوم كقواعد .

جـ : لكبر نصف قطر ذرة الفلز و صغر شحنته فتكون قوة الجذب بين (H^+ , O^{--}) أكبر من قوة الجذب بين (M^+ , O^{--}) فعند تأينها يتكون أيون الهيدروكسيد OH^- .

ملحوظة هامة جدا :

إذا **تساوت** قوة التجاذب بين (M^+ , O^{--}) مع قوة الجذب بين (H^+ , O^{--}) فإن المادة تتأين **كحمض** فى الوسط **القلوى** و **كقلوى** فى الوسط **الحمضى** (مادة **مترددة**) مثل هيدروكسيد **الألومنيوم** $Al(OH)_3$.

الأحماض الأكسجينية

يمكن التعبير عن الأحماض الأكسجينية بالصيغة العامة $MO_n(OH)_m$ حيث : M هى ذرة العنصر ، n هى عدد ذرات الأكسجين **غير المرتبطة** بالهيدروجين ، m هى عدد ذرات الأكسجين **المرتبطة** بالهيدروجين و تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين **غير المرتبطة** بذرات الهيدروجين فنجد أن الحمض **الأقوى** هو الذى يحتوى على عدد **أكبر** من ذرات الأكسجين O_n **غير المرتبطة** بالهيدروجين :

أسم الحمض و صيغته	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات هيدروجين O_n	قوة الحمض
حمض الأرثوسيليكونيك H_4SiO_4	$Si(OH)_4$	صفر	ضعيف
حمض الأرثوفوسفوريك H_3PO_4	$PO(OH)_3$	1	متوسط
حمض الكبريتيك H_2SO_4	$SO_2(OH)_2$	2	قوى
حمض البيروكلوريك $HClO_4$	$ClO_3(OH)$	3	أقوى الأحماض

علل : حمض $ClO_3(OH)$ أقوى من حمض $PO(OH)_3$.

جـ : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوى على 3 ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الأرثوفوسفوريك $PO(OH)_3$ يحتوى على 2 ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجينى .



سابعا : أعداد التأكسد

التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين التى تتحد مع ذرة واحدة من العنصر .

مثال : الأكسجين **ثنائى** التكافؤ لأن ذرة منه تتحد مع **ذرتين** من **الهيدروجين** كما فى الماء (H_2O) .

عدد التأكسد : **عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً .**

⇦ **ما هى مميزات استخدام أعداد التأكسد** : **(عدد التأكسد أفضل من التكافؤ)**

عدد التأكسد يوضح نوع التغير الحادث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائى من أكسدة أو اختزال .

الأكسدة : عملية **فقد** إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة الموجبة .

الاختزال : عملية إكتساب إلكترونات ينتج عنها **نقص** فى الشحنة الموجبة .

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

1- عدد تأكسد عناصر **الأقلاء** 1A [Li , Na , K , Rb , Cs] فى **مركباتها** = +1

2- عدد تأكسد عناصر **الهالوجينات** 7A [F , Cl , Br , I] فى **مركباتها** = -1

3- عدد تأكسد العناصر **النبيلة** 0 [He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn] = **صفر**

4- عدد تأكسد ذرة أى عنصر **فى الجزئ متماثل الذرات** [Cl_2 , N_2 , O_3 , P_4 , S_8] = **صفر**

جزئ العنصر الذى يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P_4 ، O_3 ، S_8 ، N_2 يكون عدد تأكسد العنصر مساو صفر لأن الإزاحة الإلكترونية بين الذرات متساوية لأن الذرات متساوية فى السالبية الكهربية .

5- عدد تأكسد عناصر المجموعة **الثانية** 2A [Mg , Ca , Ba ,.....] فى **مركباتها** = +2

7- عدد تأكسد عناصر المجموعة **الثالثة** 3A مثل الألومنيوم [Al] فى **مركباتها** = +3

8- عدد تأكسد **الأكسجين** (O) فى **معظم** مركباته = (-2) .... ما عدا :

(أ) الأكاسيد **الفوقية** H_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2 = -1

(ب) **سوبر** أكسيد البوتاسيوم KO_2 = - ½

(جـ) **فلوريد** الأكسجين OF_2 = +2

9- عدد تأكسد **الهيدروجين** فى معظم مركباته +1 .. **عدا** هيدريدات الفلزات LiH , NaH , CaH_2 = -1

10- **مجموع** أعداد التأكسد العناصر المختلفة فى الجزئ **المتعادل** = **صفر**

11- عدد تأكسد **المجموعات الذرية** = **الشحنة** التى تحملها المجموعة مثل :

الكبريتات SO_4^{-2} ، الكربونات CO_3^{-2} ، الأمونيوم NH_4^+ ، النترات NO_3^- .

كل حُزن سَيذهب كل مكسور سيُجبر لا يترك الله قلباً يرفرف تحت سمائه ضائعاً دون ملجأ ٱللَّهُمَّ اشرح صدورنا و يسر أمورنا .

أمثلة على حساب أعداد التأكسد

مثال (1) احسب عدد تأكسد الفوسفور فى حمض الأرثوفوسفوريك H_3PO_4 .

الحـل : H_3PO_4 = (2-×4) + p + (1×3) = صفر ⇦ 8 - + p + 3 = صفر ⇦ p = +5

مثال (2) احسب عدد تأكسد الكبريت فى مركب ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$.

الحـل : $Na_2S_2O_3$ = (2-×3) + 2S + (1 × 2) = صفر ⇦ 6- + 2S + 2 = صفر

2S = +4 ⇦ S = +2

مثال (3) احسب عدد تأكسد الكروم فى مركب كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$.

الحـل : $K_2Cr_2O_7$ = (2 -×7) + 2Cr + (1 ×2) = صفر ⇦ 14- + 2Cr + 2 = صفر

2Cr = +12 ⇦ Cr = +6

مثال (4) احسب عدد تأكسد الفوسفور فى مجموعة الفوسفات PO_4^{-3} .

الحـل : PO_4^{-3} = (2-×4) + p = -3 ⇦ p = 8 – 3 ⇦ p = +5

مثال (5) احسب عدد تأكسد النيتروجين فى مركب الهيدرازين N_2H_4 .

الحـل : N_2H_4 = (1 × 4) + 2N = صفر ⇦ 2N = -4 ⇦ N = -2

مثال (6) احسب عدد تأكسد الكلور فى مركب كلورات الصوديوم $NaClO_3$.

الحـل : $NaClO_3$ = (2-×3) + Cl + 1 = صفر ⇦ 6- + Cl + 1 = صفر ⇦ Cl = +5

احسب عدد تأكسد كل من :

1- النيتروجين فى : [NH_2OH , NH_4^+ , $NaNO_3$, N_2]

2- الكبريـــت فى : [$K_2S_2O_3$, H_2SO_4 , SO_3 , S_8]

3- المنجنيـــز فى : [$MnBr_2$, Mn , $MnSO_4$, $KMnO_4$]

4- الفوسفـور فى : [P_2O_5 , PH_4^+ , Na_3PO_4 , P_4]

قاعدة حل التغير الحادث من أكسدة و اختزال لعنصر معين في التفاعل الكيميائى

يتم حساب عدد **التأكسد** للعنصر المطلوب فى المتفاعلات **و** فى النواتج فإذا حدث للعنصر :

1- **زيادة** فى قيمة عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث **(أكسدة)** .

2- **نقص** فى قيمة عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث **(اختزال)** .

مثال : يتم التفاعل بين ثانى كرومات البوتاسيوم و كلوريد الحديد (II) بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال لكلاً من الكروم والحديد حسب المعادلة :

$$K_2Cr_2O_7 + 6\,FeCl_2 + 14\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + 2\,CrCl_3 + 6\,FeCl_3 + 7\,H_2O$$

من قرأ الواقعة كل ليلة قبل أن ينام لقى الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .

الحــل

أولاً : الكروم Cr :

$K_2Cr_2O_7 \longrightarrow CrCl_3$

صفر = 2 + 2Cr + 14 -   صفر = Cr + 3 -

6+ = Cr   3+ = Cr

حدثت للكروم **عملية إختزال** نتيجة **نقص** الشحنة **الموجبة**

ثانياً : الحديد Fe :

$FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3$

صفر = Fe + 2-   صفر = Fe + 3-

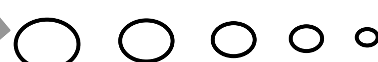
2+ = Fe   3+ = Fe

حدثت للحديد **عملية أكسدة** نتيجة **زيادة** الشحنة **الموجبة**

س : وضح التغير الحادث من أكسدة أو اختزال (إن وجد) في التفاعلات الكيميائية التالية:

1- $N_2 + O_2 \xrightarrow[\text{كهربي}]{\text{قوس}} 2NO$

2- $3CO + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$



في الدورات الأفقية

يقل : نصف القطر و الخاصية الفلزية و الخاصية القاعدية .

يزداد : جهد التأين و الميل الإلكتروني و السالبية الكهربية و الخاصية اللافلزية و الخاصية الحامضية .

في المجموعات الرأسية

عكس الدورات الأفقية

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سراً و علانية أو حيّ و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .